CALORIMETRÍA

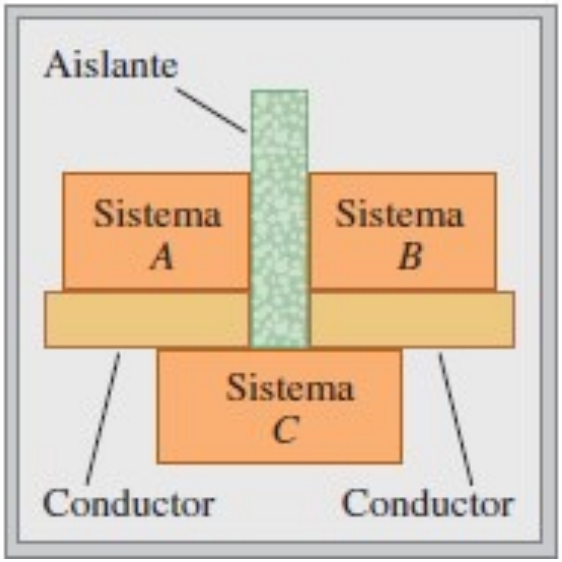
TERMODINÁMICA

LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA

Ley cero de la termodinámica

- **Si inicialmente *C* *está en equilibrio térmico con A y con B, entonces A y B también* están en equilibrio térmico entre sí. Este resultado se llama ley cero de la termodinámica.**

a) Si los sistemas *A* y *B* están cada uno en equilibrio térmico con el sistema *C* ..



Dos sistemas están en equilibrio térmico si y sólo si tienen la misma temperatura.

Cantidad de calor

- La transferencia de energía que se da exclusivamente por una diferencia de temperatura se denomina *flujo de calor o transferencia de calor, en tanto que la energía* así transferida se llama **calor.**
- La unidad del Calor es: la **caloría (abreviada cal) se define como *la cantidad*** *de calor* **(Q)** *necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua de 14.5 °C a 15.5 °C.*
- *También se usa la kilocaloría (kcal), igual a 1000 cal;*

Cantidad de calor

- Unidades inglesas de **calor** es la unidad térmica británica Btu, Una Btu es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una libra (peso) de agua 1 F°, de 63 °F a 64 °F.

$$1\ \text{cal} = 4.186\ \text{J}$$

$$1\ \text{kcal} = 1000\ \text{cal} = 4186\ \text{J}$$

$$1\ \text{Btu} = 778\ \text{ft} \cdot \text{lb} = 252\ \text{cal} = 1055\ \text{J}$$

Calor específico

- Se observa que la cantidad de calor *Q* *necesaria para elevar la temperatura de una masa m de cierto material de T_1 a T_2 es aproximadamente proporcional al cambio de temperatura ΔT*

$$Q = mc\,\Delta T \quad \text{(calor requerido para cambiar la temperatura de la masa } m\text{)}$$

Q es cantidad de calor
m unidad de masa
c es el calor especifico del material
ΔT es la variación de la temperatura

Calor específico

- El **calor específico** es una magnitud física que se define como la cantidad de calor que hay que suministrar a la unidad de masa para elevar su temperatura en una unidad (kelvin o grado Celsius).
- Para un cambio infinitesimal de temperatura *dT y la cantidad de calor* correspondiente *dQ,*

$$dQ = mc\,dT$$

$$c = \frac{1}{m}\frac{dQ}{dT} \qquad \text{(calor específico)}$$

El calor específico del agua es aproximadamente

$4190\ \text{J/kg} \cdot \text{K}$ $1\ \text{cal/g} \cdot \text{C}^\circ$ o bien, $1\ \text{Btu/lb} \cdot \text{F}^\circ$

Tabla Valores aproximados del calor específico y capacidad calorífica molar (a presión constante)

Sustancia	Calor específico, (J/kg · K)	Masa molar, (kg/mol)	Capacidad calorífica molar (J/mol · K)
Aluminio	910	0.0270	24.6
Berilio	1970	0.00901	17.7
Cobre	390	0.0635	24.8
Etanol	2428	0.0461	111.9
Etilenglicol	2386	0.0620	148.0
Hielo (cerca de 0 °C)	2100	0.0180	37.8
Hierro	470	0.0559	26.3
Plomo	130	0.207	26.9
Mármol ($CaCO_3$)	879	0.100	87.9
Mercurio	138	0.201	27.7
Sal (NaCl)	879	0.0585	51.4
Plata	234	0.108	25.3
Agua (líquida)	4190	0.0180	75.4

Calorimetría y cambios de fase

- Calorimetría significa “medición de calor”. Hemos hablado de la transferencia de energía (calor) durante los cambios de temperatura. El calor también interviene en *los cambios de fase, como la fusión del hielo o la ebullición del agua.*

Cambios de fase

- Usamos el término **fase para describir un estado específico de la materia, como sólido,** líquido o gas. Ejemplo H_2O, esa transición de una fase a otra, es un **cambio de fase.** Un ejemplo conocido de cambio de fase es la fusión del hielo.

Cambios de fase

El aire circundante esta a temperatura ambiente, pero esta mezcla de hielo y agua se mantiene a 0 ^{0}C hasta que todo el hielo se funde y el cambio de fase es total.

Calor latente de Fusión

- Para convertir 1 kg de hielo a 0 °C en 1 kg de agua líquida a 0 °C y a presión atmosférica normal, necesitamos 3.34 x 10^5 J de calor. El calor requerido por unidad de masa se llama **calor de fusión (o *calor latente de fusión), denotado con L_f. Para*** el agua a presión atmosférica normal, el calor de fusión es:

$$L_f = 3.34 \times 10^5 \text{ J/kg} = 79.6 \text{ cal/g} = 143 \text{ Btu/lb}$$

Calor latente de Fusión

- En términos más generales, para fundir una masa *m de material con calor de fusión* L_f *se requiere una cantidad de calor Q dada por*

$$Q = mL_f$$

Este proceso es *reversible. Para congelar agua líquida a 0 °C tenemos que quitar* calor; la magnitud es la misma, pero ahora Q *es negativa*

$$Q = \pm mL$$

El calor de fusión es diferente para diferentes materiales, y también varía un poco con la presión.

Calor de vaporización

- Algo similar sucede con la *ebullición o evaporación, una transición de fase entre* líquido y gas. El calor correspondiente (por unidad de masa) se llama **calor de vaporización (*L_V*)** *A presión atmosférica normal el calor de vaporización Lv del agua es:*

$$L_v = 2.256 \times 10^6\ \text{J/kg} = 539\ \text{cal/g} = 970\ \text{Btu/lb}$$

Calores de fusión y de vaporización

Tabla Calores de fusión y de vaporización

Sustancia	Punto de fusión normal		Calor de fusión, L_f (J/kg)	Punto de ebullición normal		Calor de vaporización, L_v (J/kg)
	K	°C		K	°C	
Helio	*	*	*	4.216	−268.93	20.9×10^3
Hidrógeno	13.84	−259.31	58.6×10^3	20.26	−252.89	452×10^3
Nitrógeno	63.18	−209.97	25.5×10^3	77.34	−195.8	201×10^3
Oxígeno	54.36	−218.79	13.8×10^3	90.18	−183.0	213×10^3
Etanol	159	−114	104.2×10^3	351	78	854×10^3
Mercurio	234	−39	11.8×10^3	630	357	272×10^3
Agua	273.15	0.00	334×10^3	373.15	100.00	2256×10^3
Azufre	392	119	38.1×10^3	717.75	444.60	326×10^3
Plomo	600.5	327.3	24.5×10^3	2023	1750	871×10^3
Antimonio	903.65	630.50	165×10^3	1713	1440	561×10^3
Plata	1233.95	960.80	88.3×10^3	2466	2193	2336×10^3
Oro	1336.15	1063.00	64.5×10^3	2933	2660	1578×10^3
Cobre	1356	1083	134×10^3	1460	1187	5069×10^3

*Se requiere una presión mayor que 25 atmósferas para solidificar el helio. A presión de 1 atmósfera, el helio sigue siendo líquido hasta el cero absoluto.